

الكيمياء

الصف الثانى الثانوى



2019/2020

إعداد أ / رانا حجازى
منصة نون أكاديمي مصر



الباب الأول:

بنية الذرة



- تعددت إجتهادات العلماء على مر العصور ؛ للوصول للوصف الحالى للذرة من حيث تكونها من نواة تدور حولها إلكترونات فى 7 مستويات طاقة رئيسية و ما تحتويه النواة من بروتونات و نيترونات ، و سنتناول فى هذا الفصل بعض محاولات العلماء عبر العصور المختلفة.

1- تصور ديموقراطيس



- تخيل الفيلسوف الإغريقى ديموقراطيس أنه يمكن للمادة أن تنقسم إلى أجزاء صغيرة حتى نصل إلى جزء صغير جداً غير قابل للإنقسام يسمى الذرة.

(**ملحوظة** : أى أنه تبنى فكرة أن وحدة بناء المادة هى الذرة)

تذكر أن :

- **المادة:** هى كل ما له كتلة و يشغل حيز من الفراغ
- كلمة ذرة تعنى فى اللغة اللاتينية Atom و يقابلها فى اللغة الإنجليزية **un dividable** أى غير قابلة للإنقسام.

2- تصور أرسطو



- رفض أرسطو فكرة الذرة وتبنى فكرة أن كل المواد مهما أختلفت طبيعتها تتكون من أربع مكونات هى الماء و التراب و النار و هواء

و ترتب على ذلك >>> إعتقاد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد و النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب و ذلك عن طريق تغير نسب تلك

معلومة لك :

- بسبب تصديق العلماء لفكرة أرسطو أدى ذلك لشل تطور علم الكيمياء لأكثر من ألف عام.
- كان أرسطو فيلسوف يوناني، و قد كان تلميذ أفلاطون ومعلم الإسكندر الأكبر.



تذكر أن :

- **المادة** قد تكون عنصر أو مركب.
- **العنصر :** هو مادة نقية تحتوى على نوع واحد من الذرات.
- **المركب :** هو ناتج إتحاد كيميائي بين عنصرين أو أكثر بنسب ثابتة.
- **المخلوط :** هو خلط أو مزج عنصرين أو أكثر مع بعضهما أو مركبين أو أكثر مع بعضهما، دون حدوث أي تفاعلٍ كيميائيٍ بين مكونات المخلوط؛ حيث يبقى كُلُ عنصرٍ أو مُركّبٍ مكوناً للمخلوط محافظاً على خواصه الفيزيائية والكيميائية في معظم الحالات.

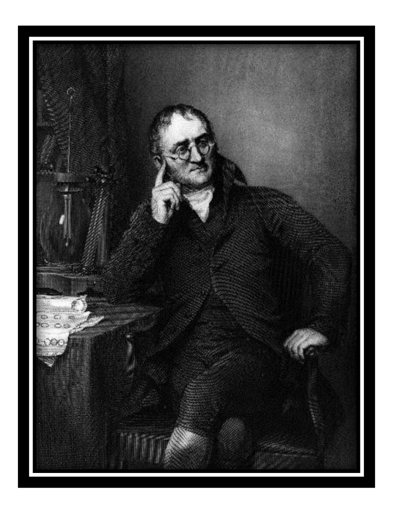
3- تصور بويل



- رفض العالم بويل تصور أرسطو و أعطى أول تعريف للعنصر
- **عرف العنصر على أنه** : مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة

أو **(أن العنصر هو أبسط نوع من المادة يحتوى على نوع واحد من الذرات المتشابهة و لا يمكن تحليله)**

4- تصور دالتون



وفقاً للعديد من التجارب و الأبحاث وضع العالم دالتون أول نظرية عن تركيب الذرة و التى تنص على : ....

1- العنصر يتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.
2- كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة.
3- ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة لكنها تختلف من عنصر لآخر.
4- تتكون المركبات من إتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

ملاحظات :

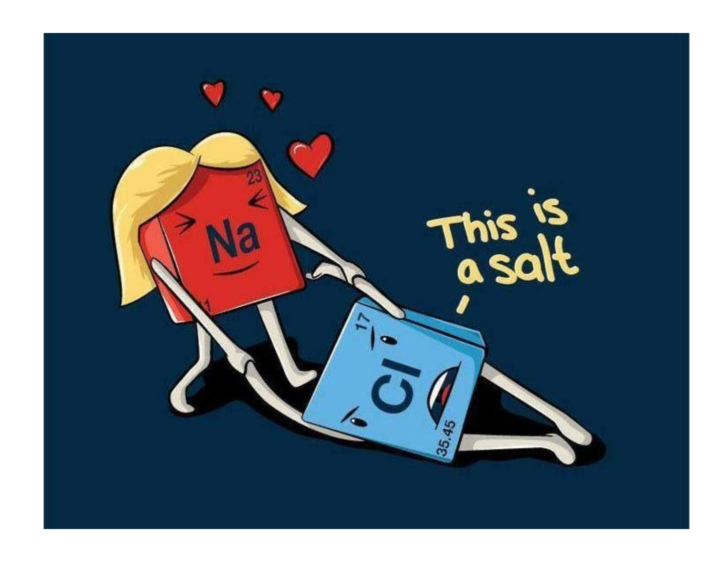
- إتفق دالتون مع ديموقراطيس على أن العنصر يتكون من دقائق صغيرة تسمى الذرات.
- أخطأ نموذج دالتون عندما وصف الذرة على أنها مصمتة؛ لإنها كما سندرس فيما بعد معظمها فراغ.





تذكر أن :

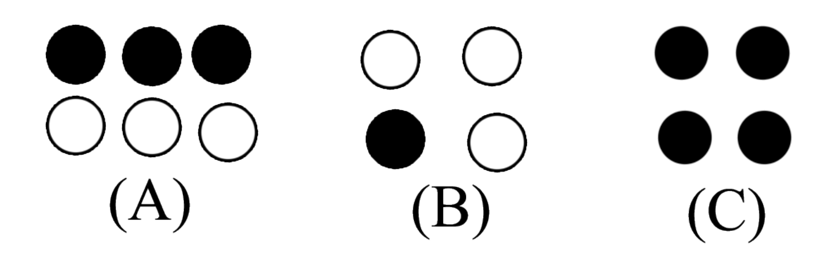
- تتحرك الإلكترونات من القطب السالب للقطب الموجب
- يسمى القطب السالب للبطارية مهبط أو كاثود (حيث تتحرك و تهبط منه الإلكترونات متجهة للقطب الموجب)
- يسمى القطب الموجب للبطارية مصعد أو آنود (حيث تتحرك الإلكترونات من القطب السالب متجهة للصعود للقطب الموجب)
- المجال الكهربي : هو الفضاء المحصور بين شحنتين مختلفتين
- وظيفة المجال الكهربي : يوضح إذا ما كان الجسم مشحون أو عديم الشحنة و إذا كان مشحون يمكن توضيح نوع الشحنة من خلاله فإذا أنجذب الجسم للقطب السالب إذاً الجسم مشحون بشحنة موجبة و إذا انجذب للقطب الموجب إذاً الجسم مشحون بشحنة سالبة و إذا خرج على إستقامته يكون الجسم غير مشحون.
- فرق الجهد : يمكن تعريف فرق الجهد الكهربائي بأنّه الفرق في الجهد الكهربائي بين الموقع النهائي والموقع الابتدائي.
- كلما وجد فرق جهد تنتقل الشحنات ، و يتوقف إنتقال الشحنات إذا أنعدم فرق الجهد.
- ينتج ضغط الغاز نتيجة لإصطدام جزيئات الغاز بجدران الإناء الحاوى له و كلما زاد عدد جزيئات الغاز كلما زاد تصادمها مع جدران الإناء كلما زاد الضغط و العكس صحيح أى كلما قل عدد جزيئات الغاز كلما قل تصادم الجزيئات مع جدران الإناء كلما قل الضغط.

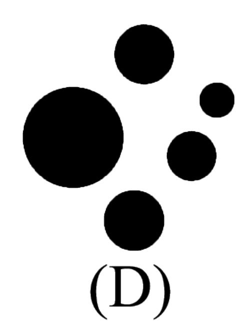




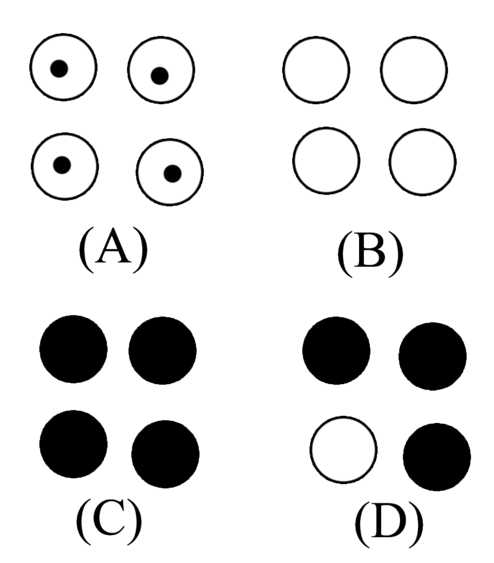
تطبيقات

س1 : أياً من الأشكال الآتية يمثل عنصراً :

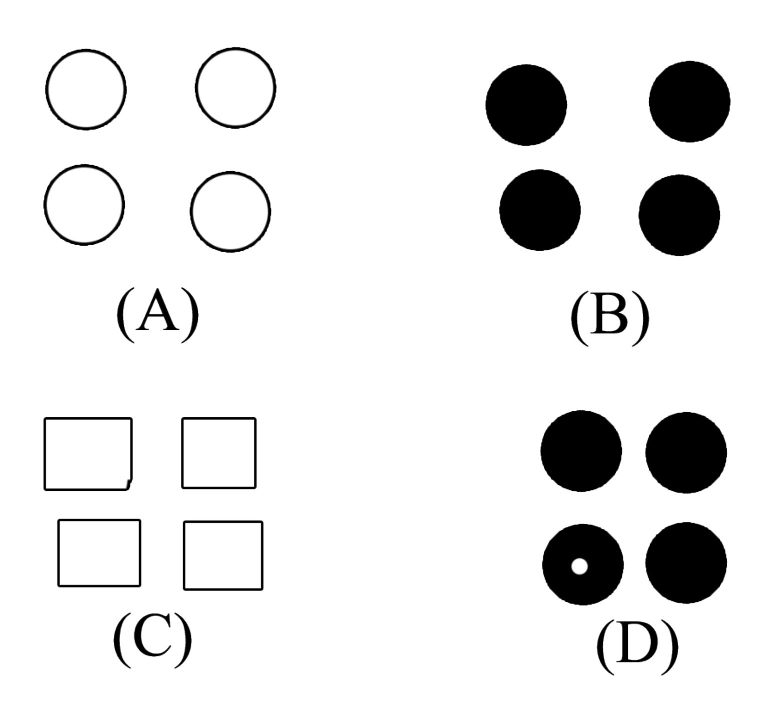




س2 : أياً من الأشكال الآتية تعبر عن مفهوم الذرة طبقاً لنموذج دالتون :



س3: أياً من الأشكال الآتية يمثل مركباً تبعاً لنموذج دالتون:



س4 :

عند التحليل الكهربي للماء H_2O تصاعد غازي الهيدروجين H و الأكسجين O عند الكاثود و الأنود فى الفولتاميتر هوفمان فأى من الحجوم الآتية تكون نسبتها صحيحة؟ $H_2:O_2$ ....

أ- 10:20

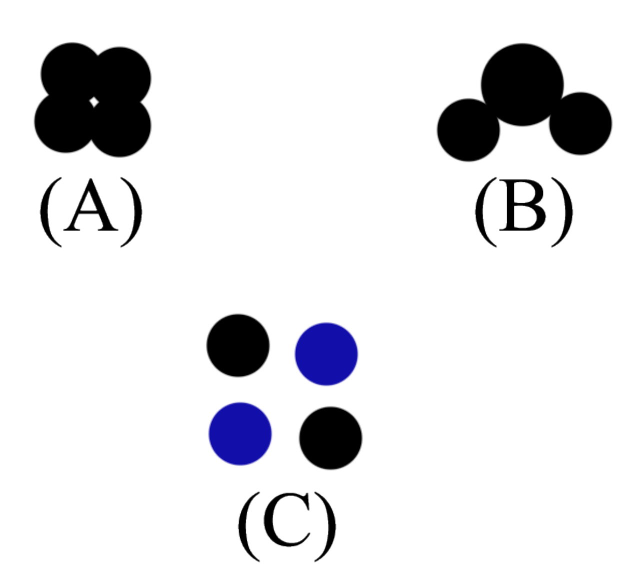
ب- 30:60

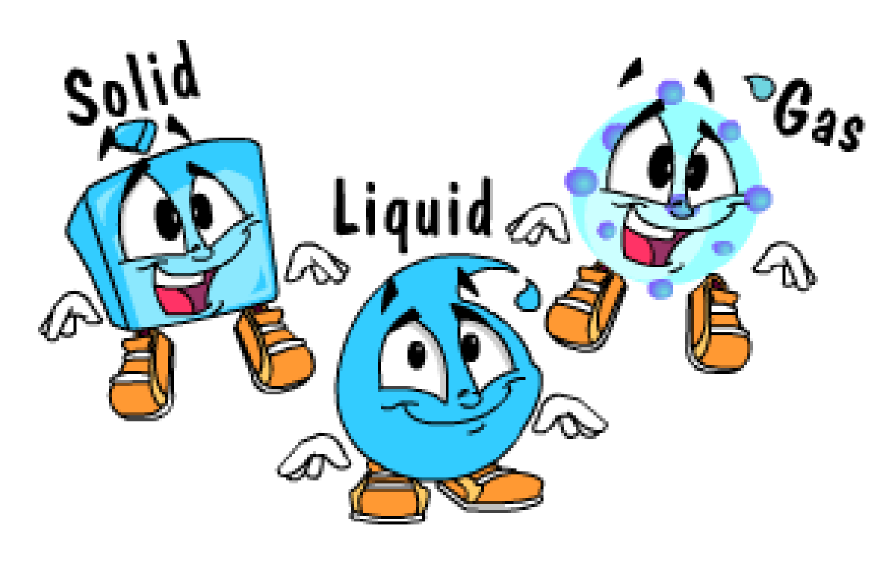
ت- 15:30

ث- 15:15

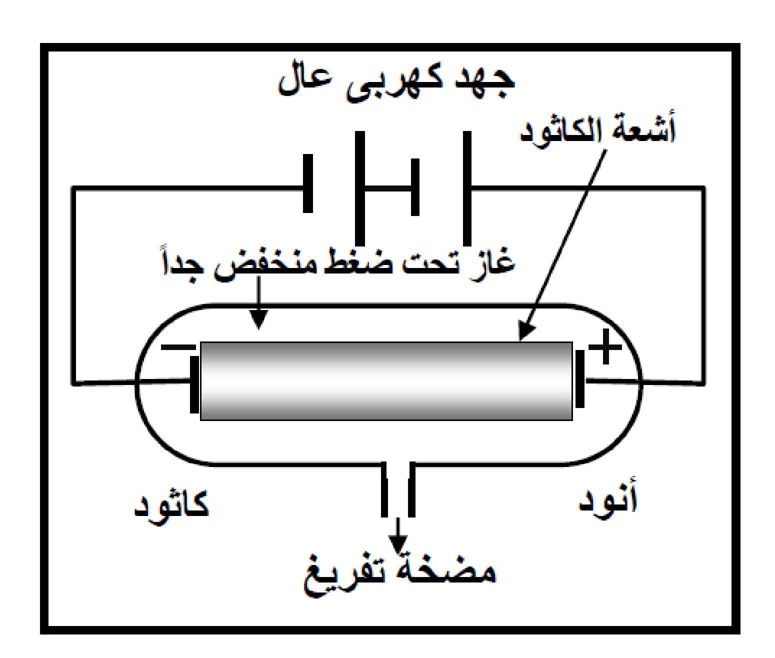
ج- لا توجد إجابة صحيحة

س5 : حدد أياً من الأشكال الآتية يمثل (مركباً / عنصراً / مخلوطاً)





إكتشاف أشعة المهبط/ الكاثود



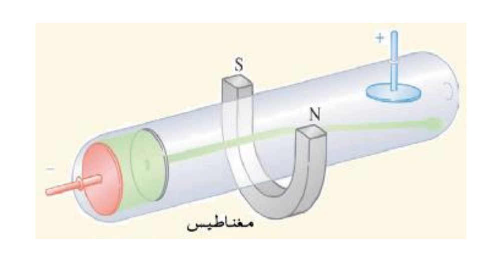
❖ في عام 1897 أجريت تجارب على التفريغ الكهربي خلال الغازات.

❖ قام طومسون بتعريض غاز مخلخل (أى مفرغ منه جزء لخارج الأنبوبة) لتيار كهربائي فرق جهده حوالي 10,000 فولت تحت ضغط منخفض يتراوح من 0.0001 إلى 0.01 مم/زئبق

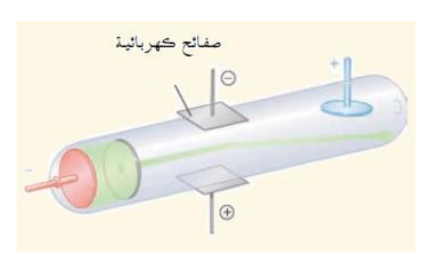
❖ فلاحظ انطلاق أشعة من الكاثود (مهبط)(القطب السالب) إلى الآنود (مصعد) (القطب الموجب) وهي أشعة غير منظورة لكنها تحدث توهجاً على جدار أنبوبة التفريغ سُميت أشعة المهبط أو أشعة الكاثود.

❖ وأثبت أن أشعة المهبط ليست أشعة ولكنها سيل متصل من الجسيمات سالبة الشحنة تتأثر بالمجال الكهربي والمجال المغناطيسي وتنحرف طبقاً لشدة مجال كل منهما.

➢ إنحراف أشعة المهبط فى مجال كهربي



إنحراف أشعة المهبط فى مجال مغناطيسي



ملحوظات هامة جداً:

- جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط و درجة الحرارة عازلة للكهرباء.
- إذا فرغت أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جدا فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.



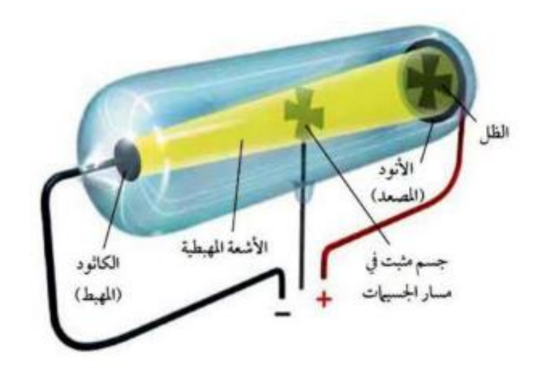
أهم خواص أشعة المهبط :



1- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة.
2- تسير فى خطوط مستقيمة.
3- لها تأثير حرارى.
4- تتأثر بكلاً من المجال الكهربي و المغناطيسي.
5- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها بإختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد.

ملاحظات:

- تعتبر أشعة المهبط دقائق مادية أى أنها جسيمات و ليست موجات لأن لها كتلة.
- أطلق على الجسيمات السالبة التى تتكون منها أشعة المهبط فيما بعد أسم الإلكترونات.
- هذه الالكترونات تأتي من الذرات المكونة للغاز داخل الأنبوبة او من المادة المعدنية للكاثود أو الانود.
- شحنة أشعة المهبط سالبة لأنها تتجه للقطب الموجب فى مجال كهربي.
- لها تأثير حرارى (فهى تسبب أرتفاع درجة حرارة الأنبوبة).
- عند تعرض أشعة المهبط لمجال مغناطيسي فإنها تنحرف .
- استنتج من خلال ثبات النسبية بين شحنة الإلكترون إلى كتلته في أكثر من مادة إنها المكون الرئيسي لذرات أي مادة.
- وبسبب أن النسبة بين شحنة الإلكترون إلى كتلته كبيرة جدا استنتج أن الالكترونات صغيرة جداً.
- تم إكتشاف الإلكترونات من خلال تجربة التفريغ الكهربي.
- إذا وضع أى جسم أمام مسار أشعة الكاثود خلال تجربة التفريغ الكهربى سنجد أنها ستُكون ظل يمكن إستقباله على حائل مما يعنى أنها تسير فى خطوط مستقيمة مثل الضوء.



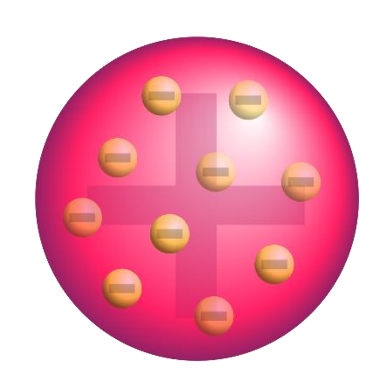


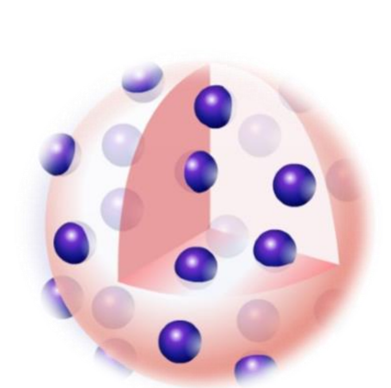


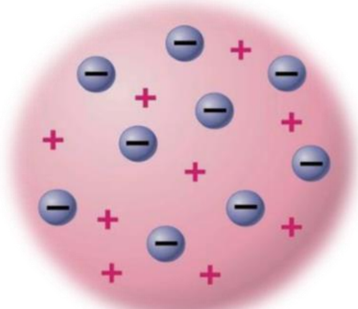


الذرة عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الشحنات الكهربائية الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة، يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً.

عدة صور لنموذج طومسون للذرة .....









تذكر أن :

- **أتفق طومسون مع ديموقراطيس و دالتون على أن المواد تتكون من ذرات.**
- **أتفق طومسون مع دالتون على أن الذرة مصمتة.** (و هذا التصور خاطئ كما سيتضح فيما بعد)
- **ضم طومسون الجسيمات الموجبة فى نموذجه للذرة (فسر)..... لأن المادة متعادلة فيستحيل أن تكون المادة مكونة من شحنات سالبة فقط فالمادة يجب أن تكون متعادلة من خلال وجود الجسيمات الموجبة.**



تطبيقات :

س1: ارسم مسار أشعة المهبط..

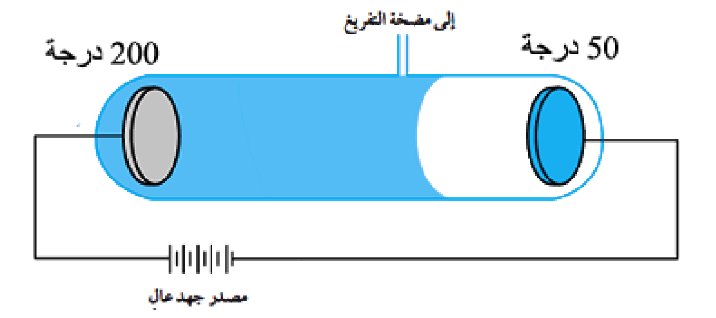
+ + + + + + +

أشعة المهبط

●

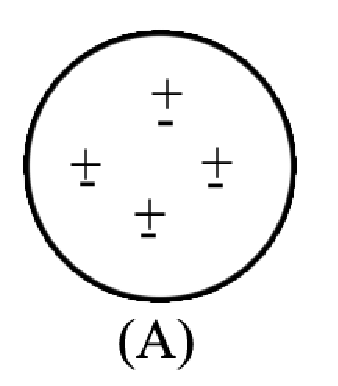
- - - - - - - - - -

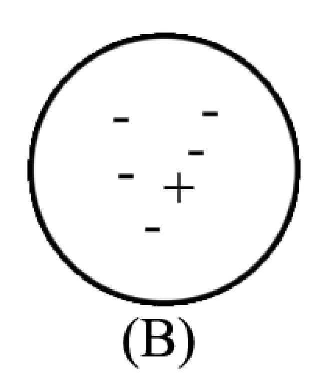
س2 : حدد الأقطاب السالبة و الموجبة بالبطارية الآتية ..

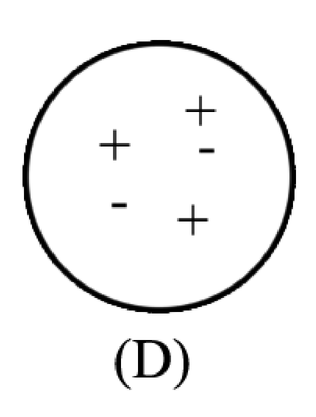




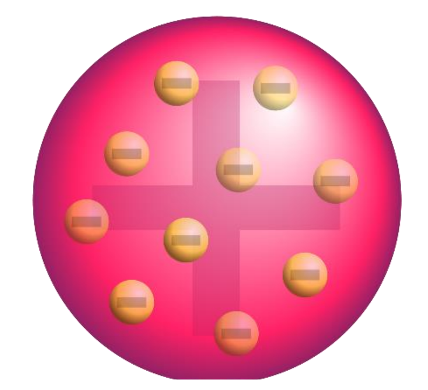
س3: أياً من الأشكال الآتية يعبر عن ذرة طومسون...





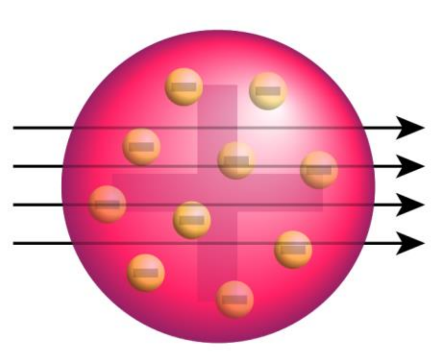


س4: فى الشكل المقابل يمثل سقوط دقائق ألفا على ذرة ذهب حسب مفهوم طومسون الذرى.



أكمل مسار دقائق ألفا بفرض صحة نموذج ذرة طومسون.

الإجابة :

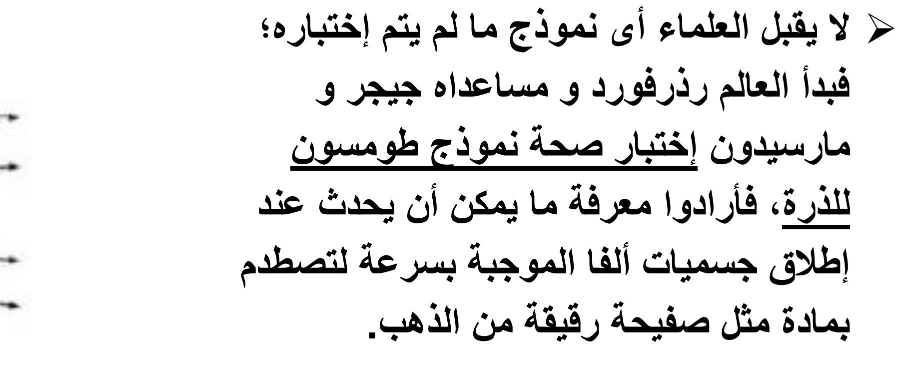


تخترق جسيمات ألفا ذرة طومسون على استقامتها لطاقتها العالية و لأنها ثقيلة وقد يحدث انحراف بسيط لمسارات جسيمات ألفا الموجبة نتيجة تنافرها مع الشحنة الموجبة للذرة. (لا تتأثر جسيمات ألفا بالشحنات الموجبة بشدة لأن فى ذرة طومسون الشحنات الموجبة موزعة فى الذرة و ليست مركزة فى مكان محدد كما ان جسيمات ألفا أثقل من الشحنات الموجبة ، كما لا ينجذب لها الالكترون لصغر كتلته).

بالضبط أكنها جسيمات ألفا طلقة رصاص بتحدفها على ورقة طبعاً هتعدى عادى ، ما الرصاص بيخترق البطيخة المصمتة يبقى ألفا و طاقته عالية و ثقلها الى ذى الرصاصة الثقيلة هيخترق ذرة طومسون المصمتة .

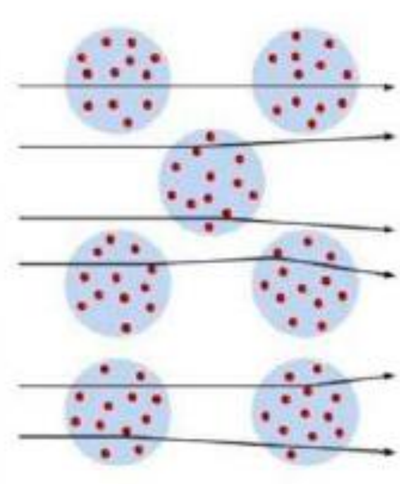
نخلى بالنا أن ده تصور يعنى هيحصل أيه لو كانت فعلا الذرة بنفس الشكل الى تصوره طومسون؟ لكن فى الحقيقة الذرة شكلها مش كدة و جسيمات ألفا مسارها مش هيكون كدة و هنتعرف على ده فى الجزء القادم.





- لا يقبل العلماء أى نموذج ما لم يتم إختباره؛ فبدأ العالم رذرفورد و مساعداه جيجر و مارسيدون إختبار صحة نموذج طومسون للذرة، فأرادوا معرفة ما يمكن أن يحدث عند إطلاق جسميات ألفا الموجبة بسرعة لتصطدم بمادة مثل صفيحة رقيقة من الذهب.

- قام رذرفورد برسم أشكال توضيحية لما يمكن أن يشاهده مبنية على نموذج طومسون للذرة و التى تبين تأثر جسيمات ألفا الموجبة بالشحنة الموجبة للذرة و الإنحراف البسيط لجسيمات ألفا، و فى كل الأحوال فإن التغير الكبير فى مسار الجسيمات لم يكن متوقعاً.



الشكل ١٠ اعتقد رذرفورد أنه إذا تم وصف الذرة حسب نموذج طومسون كما هو موضح فسوف يحدث انحراف قليل في مسار الجسيمات.

تذكر أن :

- العنصر المشع: هو العنصر الذي تتحل نواته مع مرور الزمن من خلال النشاط الإشعاعي و ذلك لأن عدد البروتونات و النيترونات فيه كبير مما يجعل النسبة بين عدد البروتونات و النيترونات تكون اكبر من 1:1.6 و لكى يصبح العنصر المشع أكثر إستقراراً يقوم بتحويل البروتونات الزائدة إلى نيترونات و يخرج جسيم بيتا الموجب و إذا كانت عدد النيترونات أكبر من البروتونات فتتحول النيترونات الزائدة إلى بروتونات و ينطلق جسيم بيتا السالب وإذا كان عدد البروتونات و النيترونات كبير جدا يتخلص من 2 بروتون و 2 نيترون على هيئة إنطلاق جسيم ألفا الموجب

- $^{1}_{0}n \rightarrow ^{1}_{1}P + ^{0}_{-1}\beta$
- $^{1}_{1}P \rightarrow ^{1}_{0}n + ^{0}_{+1}\beta$
- $^{235}_{92}U \rightarrow ^{231}_{90}Th + ^{4}_{2}He$

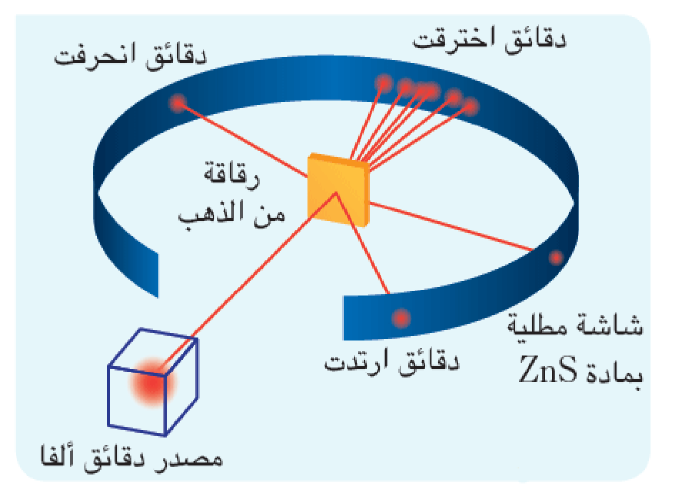
- الرصاص و الأسمنت لديهم القدرة على إمتصاص الإشعاع فحتى أشعة جاما عالية القدرة على الإختراق لاتنفذ منها بسهولة بل ينفذ جزء صغير و تقل شدته بعد النفاذ و جسيمات ألفا و بيتا لا يقدروا على النفاذ من خلالهم.
- كبريتيد الزنك أو المواد الفسفورية إذا أصطدم بهم جسيمات فإنها تشع و تنطفئ و يظل أثر الإصطدام ظاهراً





الأدوات المستخدمة :

- صندوق من الرصاص بداخله مصدر لجسيمات ألفا.
- لوح معدنى مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين ZnS
- صفيحة رقيقة جداً من الذهب.

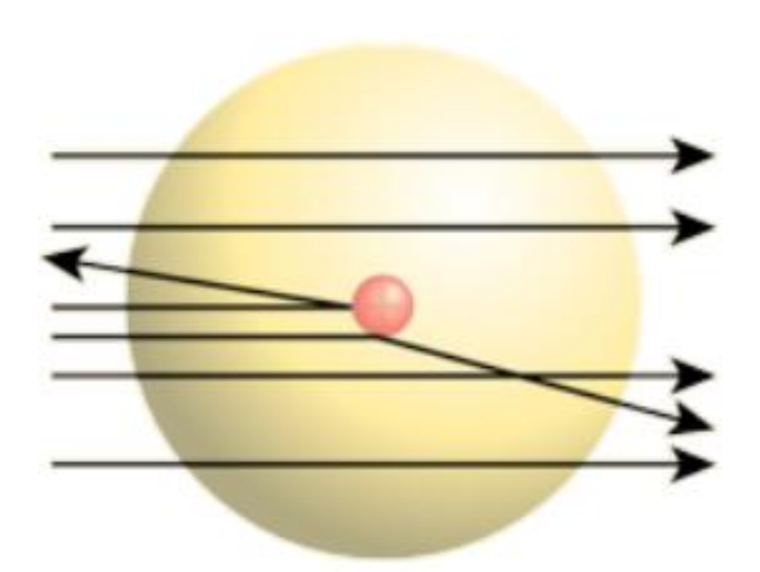


الخطوات:

- سمح رذرفورد لجسيمات ألفا الموجبة بالإصطدام باللوح المعدنى المبطن بكبريتيد الخارصين و تم تحديد موقع و عدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التى ظهرت على اللوح.
- وضعت صفيحة الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل إصطدامها باللوح المعدنى.

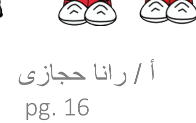
المشاهدة	التفسير	الإستنتاج
1- ظهور عدد كبير من الومضات فى نفس الموضع الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	• نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون إنحراف.	• الذرة معظمها فراغ و ليست مصمتة كما صورها دالتون و طومسون.
2- ظهور بعض الومضات على الجانب الآخر من اللوح المعدنى.	• إرتداد جسيمات ضئيلة جداً من جسيمات ألفا إلى الخلف فى عكس مسارها بعد إصطدامها بصفيحة الذهب أى إنها لم تنفذ خلالها.	• يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة يشغل حيز صغير جداً و يتركز فيه معظم كتلة الذرة و أطلق عليه فيما بعد نواة الذرة.

3- ظهور بعض الومضات على جانبي الموضع الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	• إنحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها (ينحرف جسيم واحد كل 20000 جسم).	• شحنة هذه النواة متشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذلك تتنافر معها عند إقترابها منها.



ملاحظات:

- استخدم رذرفورد جسيمات ألفا >>> لإنها ثقيلة مما يجعلها بطيئة فيسهل رصدها.
- استخدم رذرفورد عنصر الذهب خاصة >>> لإنه لين و لقدرته على التشكل بسهولة.
- استخدم رذرفورد شريحة رقيقة من الذهب سمكها حوالى 1000 ذرة >>> حتى تقدر جسيمات ألفا على إختراقها لإن جسيمات ألفا لها قدرة ضعيفة على الإختراق.
- كلما زادت الكتلة قل الإنحراف >>> لذلك الإلكترون ينحرف بزاوية كبيرة لإن كتلته صغيرة جداً و مهملة بينما البروتون و النيترون إنحرافهم صغير لكبر كتلتهم.
- كلما زادت الشحنات الموجبة (أى عدد البروتونات) بالذرة >>> كلما كان إنحراف جسيمات ألفا بدرجة أكبر.
- نتيجة لإختلاف زوايا الإنحراف على الشريحة >> أثبت ذلك أن البروتونات غير موزعة بإنتظام داخل النواة





- **فى ضوء نتائج التجربة السابقة و غيرها وضع رذرفورد أول نموذج لتركيب الذرة على أساس تجريبي.**

فروض نظرية رذرفورد.

1- الذرة

- **رغم صغرها المتناهى فهى معقدة التركيب تشبه فى تكوينها المجموعة الشمسية حيث تتكون من نواة مركزية (مثل الشمس فى المجموعة الشمسية) تدور حولها إلكترونات (مثل الكواكب فى المجموعة الشمسية).**

2- النواة

- **جسم عالى الكثافة (حيث تتركز فيها معظم كتلة الذرة) مصمت متواجد فى مركز الذرة.**
- **صغيرة جداً إذا ما قورنت بالذرة.**
- **موجبة الشحنة**
- **توجد بينها و بين مدارات الإلكترونات مسافات شاسعة (أى إن الذرة ليست مصمتة).**

3- الإلكترون

- **كتلته ضئلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة (لذلك هى مهملة).**
- **سالب الشحنة و مساو لشحنة النواة الموجبة (أى أن الذرة متعادلة كهربياً).**
- **لا يسقط الإلكترون فى النواة (لأنه يدور حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة و التى ينشأ عنها قوة طاردة مركزية مساوية فى المقدار لقوة الجذب المتبادل بين الإلكترون و النواة و مضادة لها فى الإتجاه)**

> **لم توضح نظرية رذرفورد النظام الذى تدور به الإلكترونات حول النواة.**

تطبيقات :

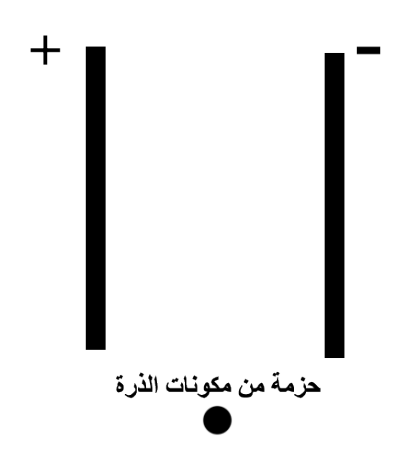
س1 : إذا أخترقت جسيمات ألفا فى حالتين مختلفتين مرة من خلال ذرة نحاس و مرة من خلال ذرة ألومنيوم فإن بعض جسيمات ألفا نفذت بزاوية إنحراف فى كلتا الحالتين ففى أياً من هاتين الحالتين كانت زاوية إنحراف جسيمات ألفا أكبر؟ مع ذكر السبب.

س2 : لماذا تجذب النواة الإلكترون و ليس العكس؟

ج : لإن النواة تحتوى على عدد من البروتونات المتجاورة فيكون مجال جذبهم الناشئ عن الشحنة الموجبة قوى بعكس الإلكترونات فهى متفرقة متشتتة فى المدارات فيكون مجال جذبهم الناشئ عن الشحنة السالبة ضعيف مقارنة بمجال جذب البروتونات.

و القوى الكهربية بين البروتونات و الإلكترونات أكبر ب 439.10^{40} مرة من شدة قوة الجذب العام (التى تنطبق على الأجسام الكبيرة) بينهما أى يمكن إهمالها أمام القوى الكهربية.

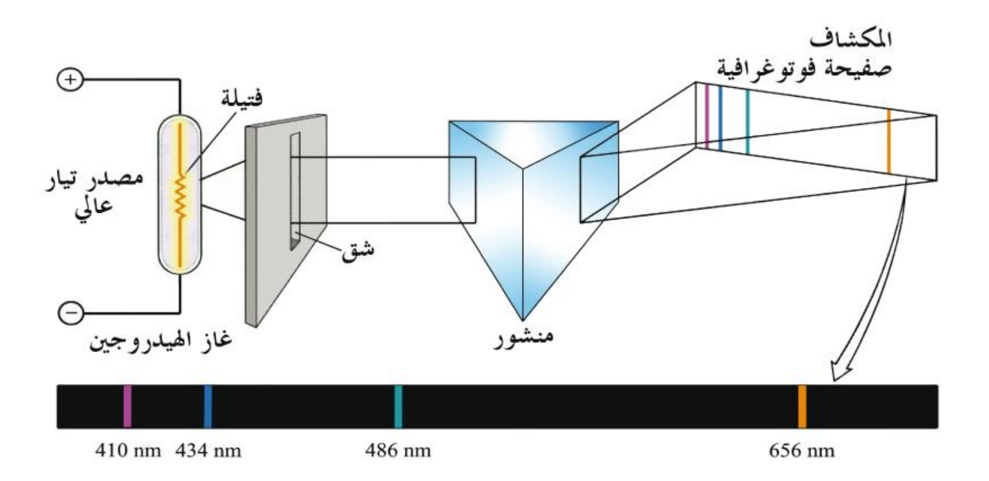
س3: صف ماذا يحدث عند مرور حزمة من مكونات الذرة خلال مجال كهربي؟ مع ذكر أيهم سينحرف بزاوية أكبر و لماذا؟



س4: إذا أفترضنا أن قوة جذب النواة للإلكترون 50 نيوتن فإن القوة الطاردة المركزية تساوى......



طيف الإنبعاث الذرى
(الطيف الخطى)



- عند تسخين ذرات عنصر نقى فى **الحالة الغازية أو البخارية** لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوب التفريغ الكهربى **فإنه** ينبعث منها إشعاع يطلق عليه طيف الإنبعاث **(الطيف الخطى).**

- **يظهر هذا الطيف الذرى عند فحص الإشعاع و تحليله بواسطة جهاز يعرف بإسم** **المطياف** (الإسبكتروسكوب).

- **و يكون الطيف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة** **لذا يعرف طيف الإنبعاث بالطيف الخطى** { **طيف** لتواجد إشعاع ناتج من التسخين و **خطى** لظهوره على هيئة خطوط ملونة بينها مساحات معتمة }.

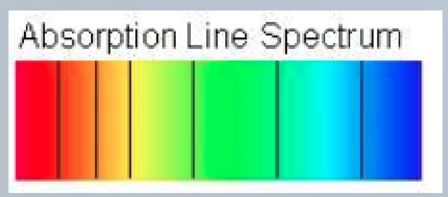


ملاحظات

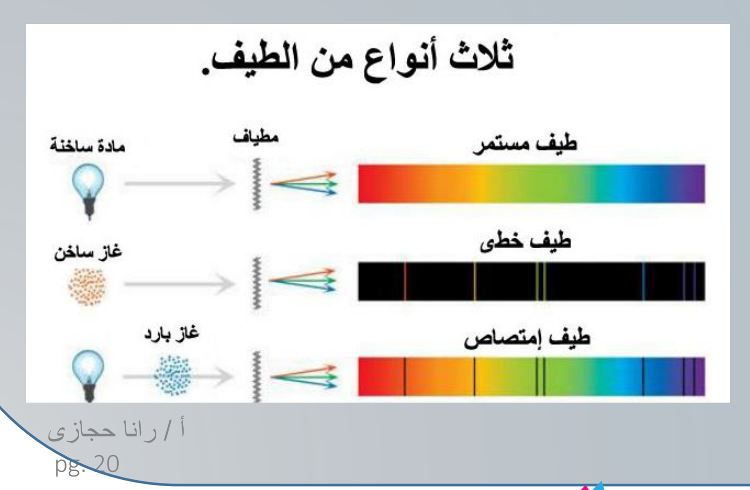
- الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية و مميزة للعنصر حيث أنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى لذلك يمكن إعتبار الطيف الخطى مثل بصمة الأصبع.
- فى الطيف الخطى يكون عدد الخطوط و المسافة بين المناطق المظلمة غير متساوية.
- تتكون الشمس من عنصرى الهيدروجين والهيليوم و تم التعرف على ذلك من خلال خاصية الطيف الخطى.
- يتكون الطيف المستمر من حزمة غير متقطعة أى متصلة من ألوان وأطوال جميع الموجات المرئية وذلك مثل الطيف الذى تعطيه غالب المواد الصلبة عند درجات حرارة عالية.



- يمكن استخدام العناصر ذات درجات الانصهار العالية كمصادر ملائمة للطيف المستمر.
- لا يمكن تحديد عدم غياب لون فى الطيف المستمر لذلك يصعب الإعتماد عليه فى التفرقة بين العناصر.
- طيف الإمتصاص هو عكس طيف الإنبعاث (الطيف الخطى) حيث أن طيف الإمتصاص هو الطيف الناتج عن مرور ضوء أبيض خلال مادة فتمتص المادة الفوتونات التى تتوافق معها من الضوء الأبيض فتظهر أماكن الإمتصاص باللون الأسود و يتبقى باقى الطيف الذى لم يمتص و هكذا يمكن تحديد نوع المادة .

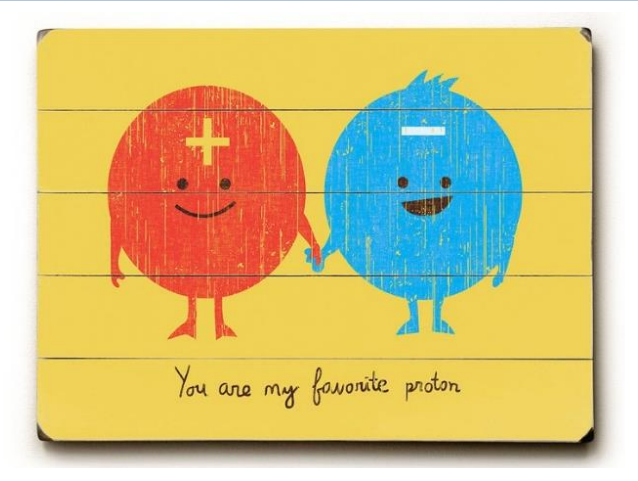


- إذا كنا نريد معرفة طيف مادة ما و لا نستطيع جعلها تتوهج عن طريق التسخين إما لأننا لا نستطيع تسخينها أو لأنها تتخرب بالحرارة مثل المواد الزيتية عندها نضع منبعاً لطيف مستمر ونمرره عبر هذه المادة فتمتص المادة الفوتونات التى تتوافق معها كذرة حسب بنيتها الداخلية فتظهر أماكن الإمتصاص باللون الأسود و هذا ما يسمى بطيف الإمتصاص و يساعد هذا الطيف فى معرفة نوع المادة.

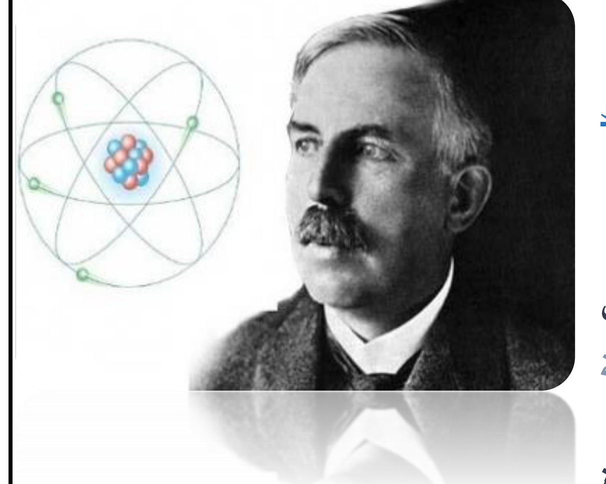




- نتيجة لدوران الإلكترون حول نفسه و حول النواة فإنه تنشأ قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون و لكنها تختلف فى الإتجاه (أى إشارة مخالفة) _ حيث تجذب النواة الإلكترون للداخل و القوى الطاردة المركزية تجذبه للخارج و نتيجة لتساوى القوتين يظل الإلكترون يدور فى مداره دون السقوط فى النواة أو الهروب من الذرة_
- إذا أكتسب الإلكترون طاقة عندها يزداد دورانه حول النواة و تزداد معها القوة الطاردة المركزية بحيث تكون أقوى من قوى الجذب بالحد الذى يسمح للإلكترون للإنتقال لمستوى أعلى و ليس الهروب من الذرة.
- إذا أكتسب الإلكترون طاقة بحيث تتغلب القوى الطاردة المركزية على قوى جذب النواة للإلكترون عندها يخرج الإلكترون خارج مجال جذب النواة و يخرج من الذرة و تتحول الذرة لأيون موجب.
- عند تسخين الغاز فإن الإلكترون يتأثر و يظهر تأثره بعكس النواة و ذلك لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً عكس النواة.
- عند التسخين يكتسب الإلكترون طاقة تجعله ينتقل لمستوى طاقة أعلى لكنه سرعان ما يفقد هذه الطاقة التى أكتسبها و يعود لمستواه الأصلى و تظهر هذه الطاقة المنطلقة على هيئة طيف يمكن إستقباله على المطياف للحصول على الطيف _ بما أن الإلكترون لم يظل فى المستوى الجديد و عاد لمستواه الأصلى هذا يعنى أن الذرة عند إنتقال الإلكترون لمستوى أعلى لم تكن مستقرة و يطلق على الذرة فى هذه الحالة ذرة مثارة _
- لا يمكن للإلكترون الدوران بداخل النواة لأن قطر النواة صغير جداً و الإلكترون يدور بسرعة مكوناً قوة طاردة مركزية تجعله يبتعد عن مجال جذب البروتونات و لصغر النواة لا يجد الإلكترون هذه لمساحة للإبتعاد لذلك يستحيل على الالكترون التواجد داخل النواة.





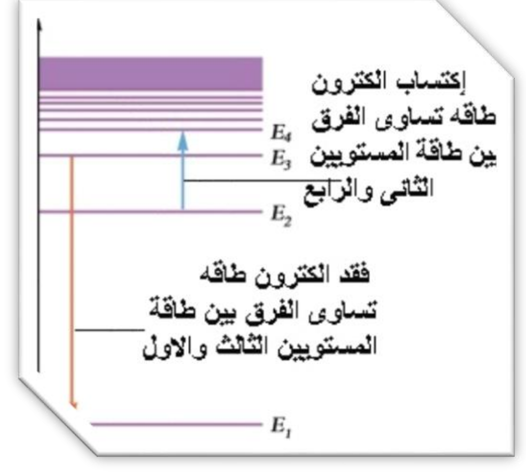


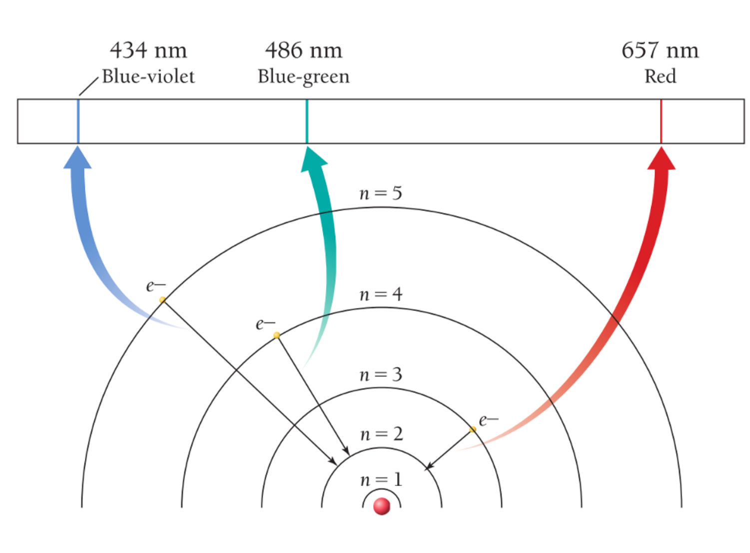
أ)- إستخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة و هى :

- توجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
- عدد الإلكترونات السالبة يساوى عدد الشحنات الموجبة التى تحملها النواة (أى أن الذرة متعادلة كهربياً).
- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون (لكن تختلف فى الإتجاه).

ب)- أضاف بور إلى فروض رذرفورد الفروض الآتية :

- تتحرك الإلكترونات حركة سريعة حول النواة بدون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة.
- تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر الفراغات بين هذه المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.
- ينتقل الإلكترون من مستوى لأخر عن طريق القفزة الكاملة.
- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة و تتزايد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره (أى كلما أبتعدنا عن النواة تزداد طاقة المستوى).
- يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي (n).
- فى الحالة المستقرة يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة.
- إذا أكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة يسمى كم أو كوانتم عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربي تصبح الذرة مثارة و ينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.





- **الإلكترون فى المستوى الإعلى** يكون غير مستقر (مثار) **فيعود إلى مستواه الأصلى فاقداً نفس الكم من الطاقة الذى أكتسبه أثناء إثارته** على هيئة إشعاع من الضوء له تردد و طول موجى معين و ينتج طيفاً خطياً مميزاً (بالإضافة إلى خطوط أخرى غير مرئية).
- **هناك كثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة فى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة و نتيجة لذلك تنتج خطوط طيف تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات خلالها و** ذلك يفسر خطوط الطيف لذرة الهيدروجين.



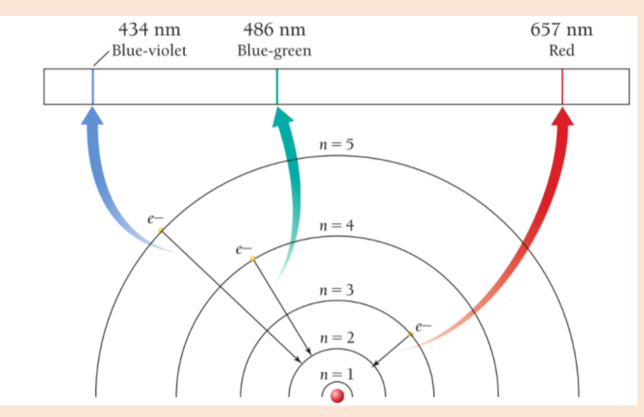
ملاحظات

- الكم (الكوانتم) : هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة أخر.
- الذرة المستقرة : هى ذرة يدور فيها الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة.
- الذرة المثارة : هى ذرة أكتسب فيها الإلكترون كماً من الطاقة فأنتقل من مستواه إلى مستوى أعلى.
- الفرق فى الطاقة بين مستويات الطاقة ليس متساوياً فهو يقل كلما بعدنا عن النواة و بذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات المختلفة ليس متساوياً.
- يقل كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى الذى يليه مباشرة كلما ابتعدنا عن النواة لان الفرق فى الطاقة بين كل مستوى طاقة و الذى يليه يقل بالإبتعاد عن النواة.
- الفرق فى الطاقة بين مستويات الطاقة غير منتظم.
- عند إنتقال إلكترون بين مستويين متقاربين فى الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجى طويل.
- عند إنتقال إلكترون بين مستويين متباعدين فى الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجى قصير.
- لا يمكن للإلكترون أن يستقر فى أى مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة.
- لا ينتقل الإلكترون من مستواه إلا إذا أكتسب طاقة مساوية للفرق فى الطاقة بين مستواه الحالى و المستوى الذى سينتقل له بالضبط (كما أعتقد بور).
- لا يوجد عدد كم رئيسي يساوى صفر.
- الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز البناء الذرى.
- أكتشف بور وجود 7 مستويات طاقة عن طريق الطيف الخطى الظاهر من عودة الإلكترون من مستوى أعلى لمستواه الأصلى و قد تمكن من إنجاح هذه المحاولة 6 مرات مما جعله يكتشف أنه يوجد 7 مستويات طاقة رئيسية حيث أنه فى المحاولة السابعة خرج الإلكترون من الذرة و تحولت الذرة لأيون موجب و هذا يعنى أن أخر مستوى يسمح للإلكترون بالتواجد فيه هو المستوى السابع.
- وجد أنه فى أثقل الذرات يوجد سبع مستويات طاقة يمكن للإلكترون أن ينتقل خلالهم ذهاباً و إياباً بالتسخين و التبريد.
- بدأ بور تسمية مستويات الطاقة من الحرف K و لم يبدأ من الحرف A حتى إذا تم إكتشاف مستويات قبل المستوى K يكون هناك حيز لإضافتهم و تسميتهم بالترتيب الأبجدى.

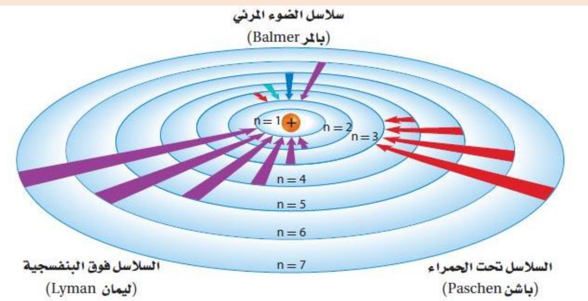
ملاحظات:

- يتكون الطيف الخطى للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة....

الطيف	الأحمر	أخضر مزرق	بنفسجى مزرق	بنفسجى
الطول الموجى	nm 656	nm 486	nm434	nm 410
ظهور الطيف عند انتقال الالكترون بين مستوين هما..	من المستوى3 إلى المستوى2	من المستوى4 إلى المستوى2	من المستوى5 إلى المستوى2	من المستوى6 إلى المستوى2



- إنتقال الإلكترون المثار فى ذرة الهيدروجين من المستويات العليا للطاقة للمستويات الدنيا للطاقة يُشكل سلاسل من الإشعاعات الكهرومغناطيسية لكل منها اسم خاص...
  - ❖ سلسلة ليمان (السلاسل فوق البنفسجية) : هى منطقة طيف غير مرئية تنشأ من إنتقال الإلكترون من المستويات الـ4 أو 3 أو 2 إلى المستوى الأول.
  - ❖ سلسلة بالمر (سلاسل الطيف المرئي) : هى منطقة طيف مرئية تنشأ من إنتقال الإلكترون من المستويات 5 أو4 أو3 إلى المستوى الثانى.
  - ❖ سلسلة باشن (السلاسل تحت الحمراء) : هى منطقة طيف غير مرئية تنشأ من إنتقال الإلكترون من المستويات الـ 6 أو5 أو4 إلى المستوى الثالث.
  - ❖ سلسلة براكت (السلاسل تحت الحمراء) : هى منطقة طيف غير مرئية تنشأ من إنتقال الإلكترون من المستويات الـ 7 أو 6 أو 5 إلى المستوى الرابع.



الشكل 11-1 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات n=1 وn=2 وn=3 على الترتيب.



1- فسر الطيف الخطى لذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.

2- أدخل فكرة الكم فى تحديد طاقة الإلكترون فى مستويات الطاقة المختلفة.

قصور النموذج الذرى لبور

رغم الجهود العظيمة التى بذلها بور لوضع تصور للنموذج الذرى إلا أن الحسابات الكمية لنظريته لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة و من أهم عيوب نظرية بور ما يلى :

1- النموذج الذى وضعه بور كان منصباً على ذرة الهيدروجين و هى ابسط نظام إلكترونى و قد فسر بور خطوط طيف ذرة الهيدروجين بنجاح لكنه فشل فى تفسير طيف أى عنصر آخر حتى ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين فقط.

<<<< (سبب فشله هو قصور الأجهزة فى ذلك الوقت).

2- أعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب و لم يأخذ فى الإعتبار أن له خصائص موجية.

3- أفترض أنه يمكن تعين كلاً من مكان و سرعة الإلكترون بكل دقة فى نفس الوقت و الواقع أن هذا يستحيل عملياً.

(لأنه أفترض أن الإلكترون يوجد فى مناطق محددة فقط حول النواة و لا يوجد فى أى منطقة أخرى).

4- بينت معادلات نظرية بور أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك فى نظام دائرى مستوى أى أن الذرة مسطحة و قد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها إتجاهات فراغية ثلاثة.

❖ تذكر أن :

العلاقة بين الطول الموجى و التردد علاقة علاقة عكسية فكلما زاد الطول الموجي قل التردد و العكس صحيح.



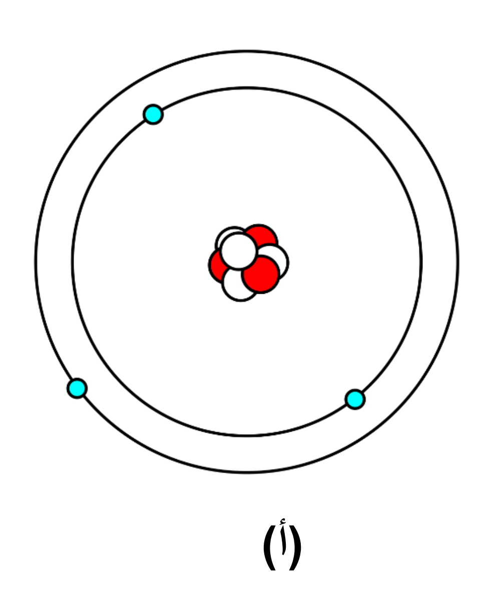
$X^0 + E_1 \rightarrow X^0$

$X^0 + E_2 \rightarrow X^{+1} + e^{-1}$

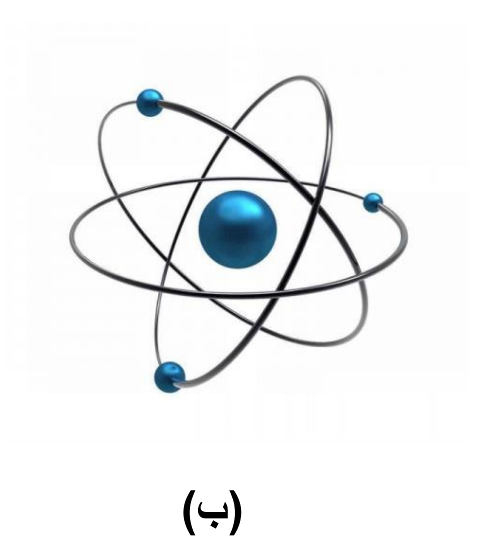
س1: اذكر نوع الطاقة فى كلاً من المعادلتين السابقتين مع العلم أن X^0 هى ذرة متعادلة كهربياً.

س2: عندما ينتقل فوتون من الضوء طوله الموجي 486 من الكترون في المستوي الرئيسي n=4 في ذرة الهيدروجين فإنه ينتقل إلى المستوى الرئيسي..........

س3: أياً من الأشكال التالية يوضح نموذج بور مع ذكر القصور الظاهر من الشكل فى نظريته؟



(أ)



(ب)

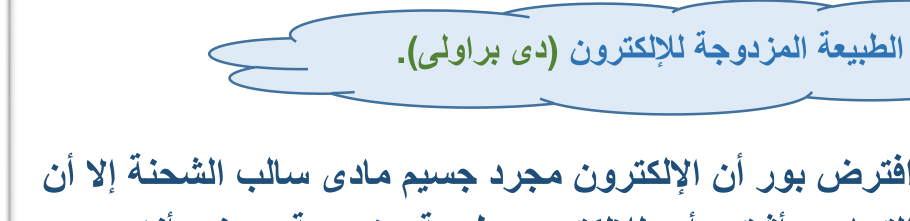
النظرية الذرية الحديثة (نموذج بور المعدل)

➢ قامت النظرية الحديثة فى تركيب الذرة على تعديلات أساسية فى نموذج بور و كان أهم هذه التعديلات ما يلى:

1- الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

2- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج).

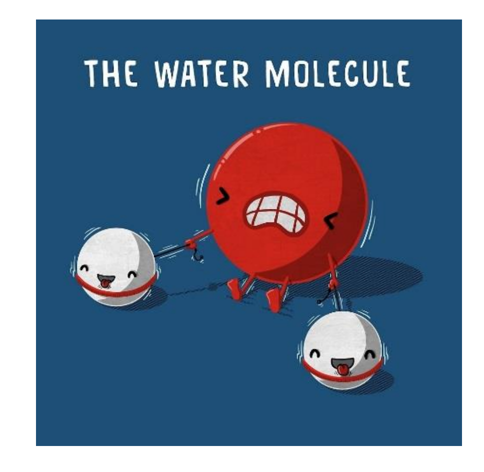
3- النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.



- افترض بور أن الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب الشحنة إلا أن التجارب أثبتت أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه جسيم مادى له خواص موجية.
- **الطبيعة المزدوجة للإلكترون : الإلكترون جسيم مادى له خواص موجية.**

تذكرأن :

- كل جسم متحرك كالإلكترون تصاحبه حركة موجية و يسمى هذا النوع من الموجات بالموجات المادية و هى تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية فى أنها لا تنفصل عن الجسم المتحرك و سرعتها لا تساوى سرعة الضوء ، بل إن سرعتها تساوى سرعة الجسم.



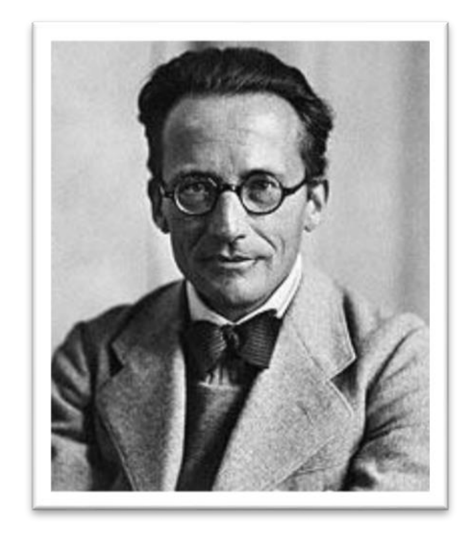
مبدأ عدم التأكد
(هايزنبرج)



- افترض بور إمكانية تحديد موقع و سرعة الإلكترون معاً بدقة إلا أن هايزنبرج توصل عن طريق ميكانيكا الكم إلى إستحالة حدوث ذلك عملياً و بالتالى فإن التحدث بلغة الإحتمالات هو الأقرب إلى الصواب و هو ما أطلق عليه مبدأ عدم التأكد.

- مبدأ عدم التأكد (مبدأ هايزنبرج) : يستحيل عملياً تحديد موقع و سرعة الإلكترون معاً بدقة و إن هذا يخضع لقوانين الإحتمالات.





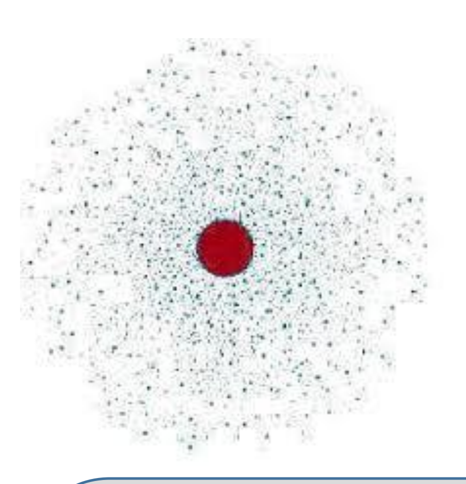
- بناءاً على أفكار أينشتين و بلانك و دى براولى و هايزنبرج تمكن العالم شرودنجر من .....

1- تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.
2- وضع المعادلة الموجية التى تطبق على حركة الإلكترون فى الذرة.

➢ و التى يمكن من خلالها تحديد....

1- مستوى الطاقة المسموح بها للإلكترونات.
2- المنطقة حول النواة التى يزداد بها أحتمال تواجد الإلكترونات فى كل مستوى طاقة.

❖ و قد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترون حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترون يدور فى مدارات محددة حول النواة و أن الفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة على الإلكترونات تم إستخدام مفاهيم جديدة لوصف مكان الإلكترون...



أ- **السحابة الإلكترونية :** هى مناطق الفراغ المتواجدة حول النواة و التى يحتمل تواجد الإلكترونات بها فى كل الإتجاهات و الأبعاد.

ب- **الأوربيتال :** مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد إحتمال تواجد الإلكترونات بها.

ملاحظات:

- يختلف نموذج السحابة الإلكترونية عن نموذج بور للذرة حيث أن نموذج السحابة الإلكترونية لا يتضمن حركة الإلكتونات فى مدارات حول النواة بالطريقة التى تدور بها الكواكب حول الشمس كما ينص نموذج بور.
- سميت السحابة الإلكترونية بهذا الأسم بسبب حركة الإلكترون فى الفراغ المحيط بالنواة بجميع الإتجاهات و الزوايا عدا النواة نفسها.
- يدور بالأوربيتال عدد 2 إلكترون بحد أقصى.





شاهد عملى

- **تجربة أشعة المهبط و أنحرافها فى مجال مغناطيسي .....**

من هنا ومن هنا ومن هنا

- **تجربة رذرفورد.....**

من هنا ومن هنا ومن هنا

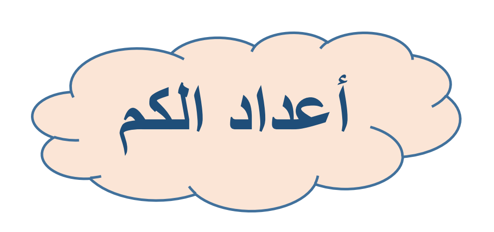
- **طيف الانبعاث.....**

من هنا و من هنا

- **نموذج بور، الطبيعة المزدوجة للإلكترون.....**

من هنا (أول 16 دقيقة) و من هنا





- أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر أربعة أعداد سُميت بأعداد الكم.



يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم

أعداد الكم التى تصف الإلكترونات و هم .... ..

عدد الكم الرئيسي (n)
يصف بعد الإلكترون عن النواة.

عدد الكم الثانوى (L)
يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.

عدد الكم المغناطيسي (M_L)
يصف شكل و رقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون.

عدد الكم المغزلى (Ms)
يصف الدوران المغزلى للإلكترون.

عدد الكم الرئيسي (n) يصف بعد الإلكترون عن النواة.

عدد الكم الثانوى (L) يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.

عدد الكم المغناطيسي (M_L) يصف شكل و رقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون.

عدد الكم المغزلى (Ms) يصف الدوران المغزلى للإلكترون.

عدد الكم الرئيسي (n)

- هو عدد سبق أن استخدمه بور فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و يستخدم عدد الكم الرئيسي فى تحديد ما يلى .... :

➢ رتبة مستويات الطاقة الرئيسية <<< (عددها 7 فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة). ($n = 1 \rightarrow 7$).

➢ يمثل عدد الكم الرئيسى بقيم عددية صحيحة (......,n = 1 ,2,3,4) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيمة سالبة أو قيماً غير صحيحة و يرمز لكل قيمة منها بحرف أبجدى يمثل مستوى طاقة رئيسي.

➢ عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسي <<< من العلاقة $2n^2$ (n تشير لرقم مستوى الطاقة الرئيسي).

مستوى الطاقة الرئيسي	رقمه n	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها $2n^2$
الأول (K)	1	$2 \times 1^2 = 2$ إلكترون
الثاني (L)	2	$2 \times 2^2 = 8$ إلكترون
الثالث (M)	3	$2 \times 3^2 = 18$ إلكترون
الرابع (N)	4	$2 \times 4^2 = 32$ إلكترون

ملحوظة : لا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات الأعلى فى الطاقة من المستوى الرابع <<< لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات فى أى مستوى عن 32 إلكترون.

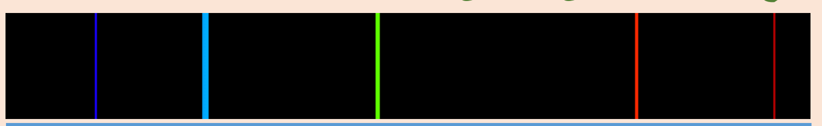
حيث أن>> نظرياً يتسع المستوى الخامس إلى 50 إلكترون و السادس يتسع إلى 72 إلكترون و هكذا لكن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات فى أى مستوى عن 32 إلكترون.

ملحوظة >> تزداد طاقة الإلكترون بزيادة عدد الكم الرئيسي (n).

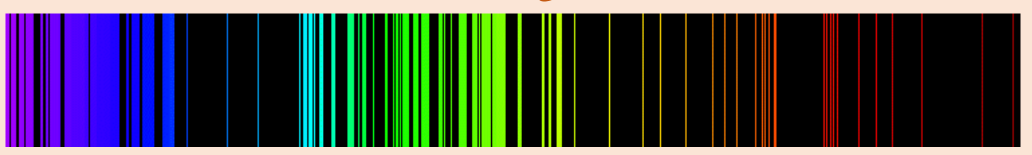


معلومات تهمك :

- قام العالم سمرفيلد بإستخدام مطياف ذو كتلة تحليلية أعلى من المطياف الذى أستخدمه العالم بور فى تفسير الطيف الخطى.
- مطياف بور أوضح الطيف الخطى كالتالى ..



- بينما أوضح هذا المطياف الذى استخدمه سمرفيلد أن الطيف الناتج لم يكن خطًا واحداً بل كان خطوطًا رفيعة متقاربة جداً متدرجة فى اللون.



- سمرفيلد اكتشف المستويات الفرعية باستخدام مطياف له قوة تحليلية كبيرة فوجد أن كل خط من الخطوط الطيفية الرئيسية يتكون من خطوط دقيقة تمثل انتقال الإلكترون بين مستويات فرعية متقاربة فى الطاقة.

عدد الكم الثانوى (L)

- يستخدم عدد الكم الثانوى فى تحديد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسي >>> (حيث يتكون كل مستوى طاقة رئيسي من عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه).

n=4	4f	
	4d	
	4p	
	4s	
n=3	3d	
	3p	
	3s	
n=2	2p	
	2s	
n=1	1s	
الغلاف الرئيس	الغلاف الفرعي	

توضيح النقطة الأولى :

n=1 (أى المستوى الرئيسي الأول) >>> إذاً فهو يتكون من مستوى فرعى واحد.

n= 2 (أى المستوى الرئيسي الثانى) >>> إذاً فهو يتكون من مستويين فرعيين.

n= 3 (أى المستوى الرئيسي الثالث) >>> إذاً فهو يتكون من ثلاث مستويات فرعية.

n= 4 (أى المستوى الرئيسي الرابع) >>> إذاً فهو يتكون من أربع مستويات فرعية.

- تسمى المستويات الحقيقية للطاقة بالذرة بالمستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة).



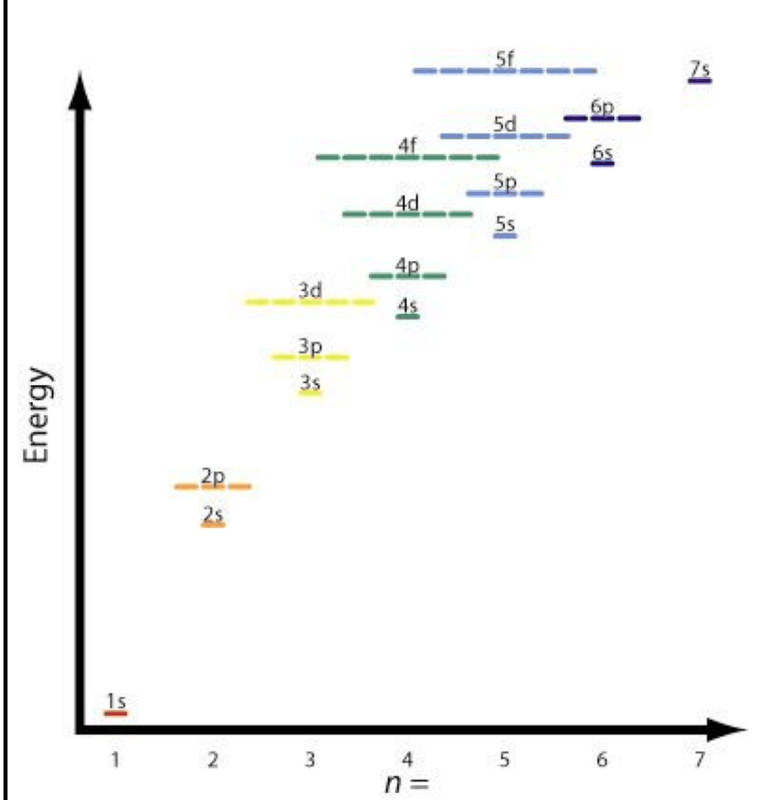
- يُمثل عدد الكم الثانوى بقيم عددية صحيحة تتراوح ما بين [(n-1) :0] و يرمز لكل قيمة منها بحرف أبجدى يمثل مستوى طاقة فرعى.

الرقم الفرعي (ℓ)	رمز المستوى الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

<u>توضيح النقطة الثانية:</u>

- يُسمح لـ (L) بأخذ القيم من صفر إلى (n-1) بحيث أن (L) لا تساوى (n).
- يمكن تحديد قيمة المستوى الفرعى من العلاقة <<< L= 0: (n-1)
- بمعنى أن فى المستوى الرئيسي الأول (n=1) <<< بالتطبيق فى العلاقة L=0:(1-1) إذاً L=0 << و بما أن المستوى الرئيسي الأول يحتوى على مستوى فرعى واحد و هو S إذاً قيمة المستوى الفرعى S =0 .
- بمعنى أن فى المستوى الرئيسي الثانى (n=2) <<< بالتطبيق فى العلاقة L=0:(2-1) إذاً : L=0 :1 أى أن L يأخذ القيم 0،1 <<< و بما أن المستوى الرئيسي الثانى يحتوى على مستويين فرعيين و هما S،P إذاً قيمة المستوى الفرعى S =0، P= 1 .
- بمعنى أن فى المستوى الرئيسي الثالث (n=3) <<< بالتطبيق فى العلاقة L=0:(3-1) إذاً : L=0: 2 أى أن L يأخذ القيم 0،1،2 <<< و بما أن المستوى الرئيسي الثالث يحتوى على ثلاث مستويات فرعية و هما S،P,d إذاً قيمة المستوى الفرعى S =0، P= 1، d=2,
- بمعنى أن فى المستوى الرئيسي الرابع (n=4) <<< بالتطبيق فى العلاقة L=0:(4-1) إذاً : L=0: 3 أى أن L يأخذ القيم 0،1،2،3 <<< و بما أن المستوى الرئيسي الرابع يحتوى على أربع مستويات فرعية و هما S،P,d,F إذاً قيمة المستوى الفرعى S =0، P= 1، F=3,d=2,

- تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي عن بعضها فى الطاقة إختلافاً بسيطاً و يمكن ترتيبها حسب طاقتها كما يلي **F > d > P > S**



توضيح القطة الثالثة:

- من الشكل السابق نلاحظ أن **المستوى الرئيسي الأول** يحتوى على مستوى فرعى واحد منخفض الطاقة هو S
- و نلاحظ أن **المستوى الرئيسي الثانى** يحتوى على مستويين فرعيين **s,p** و أن المستوى الفرعى p أعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى S
- فى **المستوى الرئيسي الثالث** الذى يحتوى على ثلاث مستويات فرعية **S,P,d** أن المستوى الفرعى d أعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى p و هو بدوره أعلى فى الطاقة من S
- فى **المستوى الرئيسي الرابع** الذى يحتوى على أربع مستويات فرعية **S,P,d,F** أن المستوى الفرعى F أعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى d و هو بدوره أعلى فى الطاقة من P الذى له طاقة أعلى من المستوى الفرعى S
- **نلاحظ أيضاً أن طاقة المستوى الفرعى S فى المستوى الرئيسي الثانى له طاقة أعلى من طاقة المستوى الفرعى S فى المستوى الرئيسي الأول .**
- **نلاحظ أيضاً أن طاقة المستوى الفرعى d فى المستوى الرئيسي الرابع له طاقة أعلى من طاقة المستوى الفرعى d فى المستوى الرئيسي الثالث .**

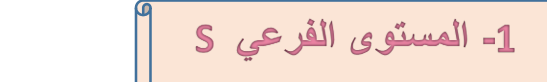
عدد الكم المغناطيسي (M_L)

تذكر أن:

- **الأوربيتال:** هو منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد إحتمال تواجد الإلكترون بها.
- **لتسهيل الفهم بالنسبة للأوربيتال:** تخيل أن الذرة هى عبارة عن مبنى مكون من 7 طوابق (و كل طابق يعبر عن مستوى الطاقة الرئيسي) وبكل طابق يتواجد عدد من الشقق يختلف عن عدد الشقق فى الطابق الذي يليه (و كل شقة تعبر عن المستويات الفرعية فى كل مستوى رئيسي) و بداخل كل شقة يتواجد عدد من الغرف هذه الغرف تتسع لفردين فقط و عدد الغرف يختلف من شقة لأخرى (الغرف تعبر عن الأوربيتالات فى كل مستوى فرعى).

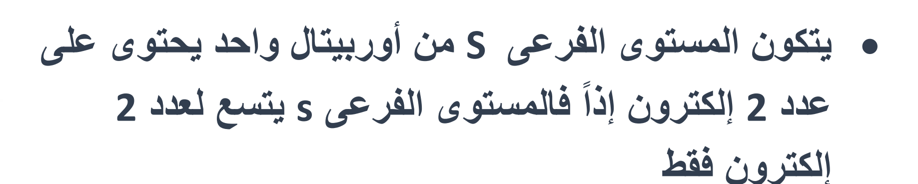
- **يستخدم عدد الكم المغناطيسي فى....**

1- تحديد الإتجاهات الفراغية للأوربيتالات و عددها فى كل مستوى فرعى .

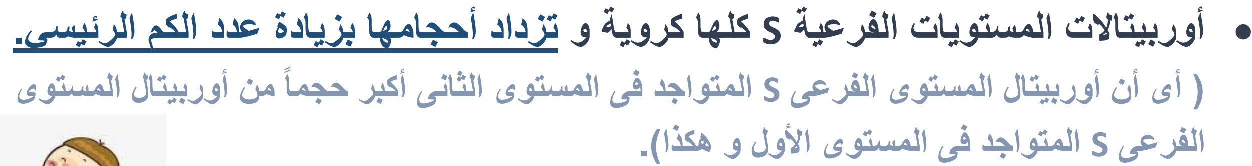


1- المستوى الفرعي S

- يُرمز له بالحرف S لأن له أوربيتال واحد على شكل كروى (Sphere) متماثل حول النواة.



- يتكون المستوى الفرعى S من أوربيتال واحد يحتوى على عدد 2 إلكترون إذاً فالمستوى الفرعى s يتسع لعدد 2 إلكترون فقط



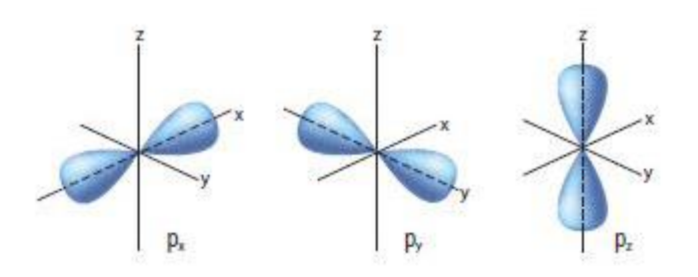
- أوربيتالات المستويات الفرعية S كلها كروية و **تزداد أحجامها بزيادة عدد الكم الرئيسى.**

(أى أن أوربيتال المستوى الفرعى S المتواجد فى المستوى الثانى أكبر حجماً من أوربيتال المستوى الفرعى S المتواجد فى المستوى الأول و هكذا).



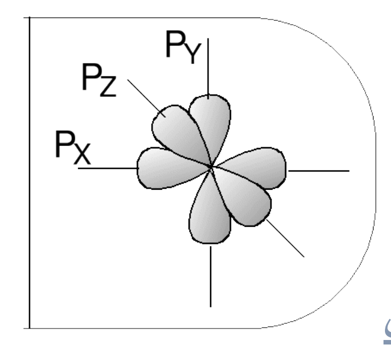


2- المستوى الفرعي P



b. مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة X,y,Z

- المستوى الفرعي P عبارة عن ثلاثة أوربيتالات متعامدة تتخذ محاورها الأتجاهات الفراغية الثلاثة Z, Y, X <<< لذا يرمز لها بالرموز Pz, Py, Px وتأخذ الكثافة الألكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثريتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الألكترونية.



- يُرمز لأوربيتالات المستوى الفرعى بالرمز P لأن كل أوربيتال من أوربيتالاته الثلاثة Pz, Py, Px يكون على شكل كمثرتين (dumb-bells) متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية (هذه النقطة هى النواة و إحتمال وجود إلكترون بها هى صفر).

- يحتوى المستوى الفرعى p على ثلاثة أوربيتالات و كل أوربيتال يتسع لعدد 2 إلكترون إذاً فالمستوى الفرعى p يتسع لعدد 6 إلكترونات.

- الأوربيتالات الثلاثة لمستوى الطاقة الفرعى P متساوية فى الشكل والطاقة (تكون الأوربيتالات الثلاثة متساوية فى الطاقة طالما نقارن بين أوربيتالات المستوى الفرعى p فى نفس المستوى الرئيسي و ليس أوربيتال فى مستوى و أوربيتال فى مستوى أخر).

- يعتبر إتخاذ أوربيتالات المستوى الفرعى p لمحاور الإتجاهات الفراغية الثلاثة <<< دليل على أن الذرة ليست مسطحة إنما لها إتجاهات فراغية ثلاثة.

3- المستوى الفرعي d

- يُرمز له بالحرف d لأن له شكل مشتت و معقد (defusion) .
- يحتوى على خمسة أوربيتالات و كل أوربيتال يتسع لعدد 2 إلكترون إذاً فالمستوى الفرعى d يتسع لعدد 10 إلكترونات.

4- المستوى الفرعي F

- يُرمز له بالحرف F لأن له شكل كعنقود العنب و مندمج (Fusion) فى نقطة هى النواة و هذه النقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية .
- يحتوى على سبعة أوربيتالات و كل أوربيتال يتسع لعدد 2 إلكترون إذاً فالمستوى الفرعى F يتسع لعدد 14 إلكترونات.

علاقات رياضية

- يمكن حساب عدد الأوربيتالات الكلية فى المستوى الرئيسي من العلاقة n^2
  - حيث أنه بتطبيق العلاقة فى المستوى الرئيسي الأول <<< $1^2 = 1$ أى أن المستوى الرئيسي الأول به أوربيتال واحد (أوربيتال المستوى الفرعىS).
  - بتطبيق العلاقة فى المستوى الرئيسي الثانى <<< $2^2 = 4$ أى أن المستوى الرئيسي الثانى به أربع أوربيتالات (أوربيتال المستوى الفرعى S+ ثلاث أوربيتالات بالمستوى الفرعىP).
  - بتطبيق العلاقة فى المستوى الرئيسي الثالث <<< $3^2 = 9$ أى أن المستوى الرئيسي الثالث به تسع أوربيتالات (أوربيتال المستوى الفرعى S+ ثلاث أوربيتالات بالمستوى الفرعىP + خمسة أوربيتالات بالمستوى الفرعى d).
  - بتطبيق العلاقة فى المستوى الرئيسي الرابع <<< $4^2 = 16$ أى أن المستوى الرئيسي الرابع به 16 أوربيتال (أوربيتال المستوى الفرعى S+ ثلاث أوربيتالات بالمستوى الفرعىP + خمسة أوربيتالات بالمستوى الفرعى d + سبعة أوربيتالات بالمستوى الفرعىF).



علاقات رياضية

- يمكن تحديد عدد الأوربيتالات الموجودة داخل كل مستوى فرعى من العلاقة M=2L+1
- حيث أن L هى عدد الكم الثانوى ..
  - عدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى S = (2*0)+1= 1 أوربيتال.
  - عدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى P = (2*1)+1 = 3 أوربيتال
  - عدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى d = (2*2)+1 = 5 أوربيتال
  - عدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى F = (2*3)+1 = 7 أوربيتال

- يتميز عدد الكم المغناطيسي أيضاً بـ....

2- أنه يمثل بقيم عددية صحيحة فردية تتراوح ما بين (-L,0,+L).

توضيح

- قيمة عدد الكم المغناطيسي تتراوح بين –L : 0 : +L كما أن هذه القيمة تشير إلى ترقيم أوربيتالات المستوى الفرعى.
- لحساب قيمة عدد الكم المغناطيسي للمستوى الفرعى S

  أولاً قيمة L للمستوى الفرعى S = 0

  بالتطبيق فالقانون إذا $M_L = 0$

- لحساب قيمة عدد الكم المغناطيسي للمستوى الفرعى P

  أولاً قيمة L للمستوى الفرعى P = 1

  بالتطبيق فالقانون إذا $M_L = -1,0,+1$

- لحساب قيمة عدد الكم المغناطيسي للمستوى الفرعى d

  أولاً قيمة L للمستوى الفرعى d = 2

  بالتطبيق فالقانون إذا $M_L = -2,-1,0,+1,+2$

- لحساب قيمة عدد الكم المغناطيسي للمستوى الفرعى F

  أولاً قيمة L للمستوى الفرعى F = 2

  بالتطبيق فالقانون إذا $M_L = -3,-2,-1,0,+1,+2,+3$



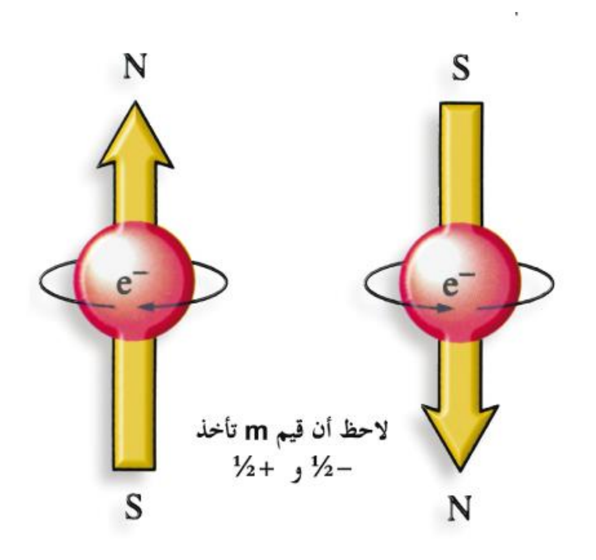
4f
4d
n=4
4p
4s
3d
n=3
3p
3s
2p
n=2
2s
n=1
1s

المستوى الرئيسي
المستوى الفرعى
الأوربيتالات

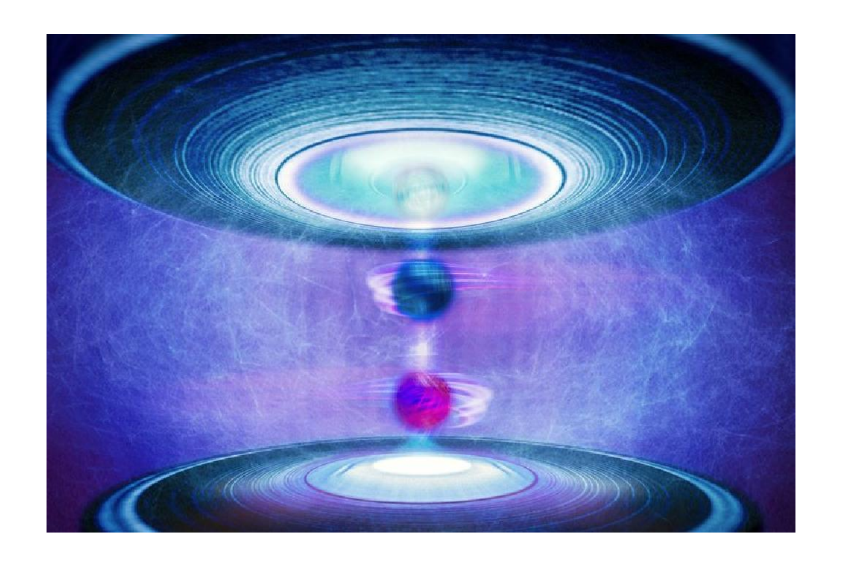
عدد الكم			عدد الإلكترونات	
n	l	ml	فى المستوى الفرعى	فى المستوى الرئيسي
1	0 (s)	0	2	2
2	0 (s) 1 (p)	0 -1,0,+1	2 6	8
3	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2	2 6 10	18
4	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3	2 6 10 14	32

عدد الكم المغزلى(M_s)

- إضافة إلى أعداد الكم الثلاثة التى نتجت من حل معادلة شرودنجر، فإن هناك عدداً كمياً رابعاً هو عدد الكم المغزلى (M_s) .
- يشير هذا العدد إلى إتجاه الدوران المحورى للإلكترون حول نفسه فى الأوربيتال (الحركة المغزلية للإلكترون) سواء كانت :
  - مع إتجاه حركة عقارب الساعة (↑) و تكون عندها قيمة $M_s = \frac{+1}{2}$
  - عكس إتجاه حركة عقارب الساعة (↓) و تكون عندها قيمة $M_s = \frac{-1}{2}$



لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين و بالرغم من أن إلكتروني الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة إلا أنهما لا يتنافران !! <<< و ذلك نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره فى إتجاه معين فيتكون له مجال مغناطيسي يعاكس إتجاه المجال المغناطيسي الناشئ عن دوران الإلكترون الأخر حول محوره فى الإتجاه المعاكس <<< مما يؤدى لحدوث تجاذب بين المجاليين المغناطيسيين المتعاكسين فيقلل من قوى التنافر.



- **الأوربيتال الفارغ :** هو أوربيتال لا يحتوى على إلكترونات.
- **الأوربيتال نصف الممتلئ :** هو أوربيتال يحتوى على إلكترون واحد.
- **الأوربيتال الممتلئ :** هو أوربيتال يحتوى على إلكترونيين يتحرك أحدهما فى إتجاه عقارب الساعة و يتحرك الآخر فى الإتجاه المعاكس لحركة عقارب الساعة و يقال أن الإلكترونيين فى حالة إزدواج (غزل معاكس).

ويمكن تلخيص أعداد الكم للإلكترونات حتى مستوى الطاقة الثالث كما فى الجدول الآتى:

مستوى الطاقة الرئيسى	عدد الكم الرئيسى (n)	عدد الكم الثانوى (ℓ)	عدد الكم المغناطيسى $(m_\ell) = 2\ell + 1$
	* يحدد مستويات الطاقة الرئيسية.	* يحدد مستويات الطاقة الفرعية. * عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسى.	* يحدد عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى. * عدد الأوربيتالات. s = 1 p = 3 d = 5 f = 7
K	1	1s	↑↓
L	2	2s	↑↓
		2p	$2p_x$ ↑↓ $2p_y$ ↑↓ $2p_z$ ↑↓
M	3	3s	↑↓
		3p	↑↓ ↑↓ ↑↓
		3d	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

تطبيقات

1- ما هى القيم المتاحة لكل عدد من أعداد الكم الأربعة ؟

2- حدد المستوى الفرعى حيث تتواجد الإلكترونات بأعداد الكم الآتية....

a. n = 2, L= 1
b. n = 4, L= 2
c. n = 6, L= 0

3- اكتب أعداد الكم الأربعة المتاحة للإلكترونات فى المستوى الرئيسي الرابع لذرة $_{34}Se$

4- ارسم الأوربيتال P_z , P_y و تأكد من إظهار وتسمية المحاور.

